

GABARITO - QUÍMICA - Grupo A

1ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

O teor do íon Cl^- existente nos fluidos corporais pode ser determinado através de uma análise volumétrica do íon Cl^- com o íon Hg^{2+}



Quando a reação se completa, há um excesso de Hg^{2+} em solução e, esse excesso é detectado pela difenilcarbazona, usada como indicador capaz de formar um complexo azul-violeta com o Hg^{2+} . A solução de nitrato mercúrico é padronizada com solução de NaCl que contém 147,0 mg de NaCl em 25,00 mL de água destilada. São necessários 28,00 mL da solução de nitrato mercúrico para que o ponto final da reação seja alcançado. Quando a solução de nitrato mercúrico é utilizado na determinação do teor de cloreto em 2,000 mL de amostra de urina, gasta-se 23,00 mL da solução. Sendo assim, dê:

- a molaridade do Hg^{2+} na solução;
- a $[\text{Cl}^-]$ em (mg/ml) na urina.

Cálculos e respostas:

a) A molaridade

- Cálculo do número de mols de Cl^- existentes em 147,0 mg de NaCl
(147,00 x 10^{-3} g de NaCl / 58,5 g de $\text{NaCl} \cdot \text{mol}^{-1}$) = $2,5 \times 10^{-3}$ mol
De acordo com a reação, dois mols de Cl^- são necessários para reagir com cada mol de Hg^{2+} , portanto:
Mols de Hg^{2+} = (mols de Cl^- / 2) = $1,25 \times 10^{-3}$ mol
Logo, $[\text{Hg}^{2+}]$ = ($1,25 \times 10^{-3}$ mol / $28,0 \times 10^{-3}$ L) = $4,5 \times 10^{-2}$ M

b) A concentração de Cl^- na amostra de urina

- Na titulação de 2,0 mL de urina foram necessários 23,00 mL de Hg^{2+}

Logo:

$$\text{Mols de } \text{Hg}^{2+} = (23,00 \times 10^{-3} \text{ L} \times 0,045 \text{ mol/L}) = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Desde que um mol de Hg^{2+} reage com dois mols de Cl^- o número de mols de Cl^- na amostra é:

$$\text{Mols de } \text{Cl}^- = 2(\text{mols de } \text{Hg}^{2+}) = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mols}$$

$$\text{A quantidade de } \text{Cl}^-/\text{mL} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Logo:

$$1,0 \times 10^{-3} \times 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ Cl}^- = 0,036 \text{ g} = 36,0 \text{ mg}$$

2ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

O bicarbonato de sódio é convertido a carbonato de sódio após calcinação, de acordo com a reação não balanceada a seguir



A calcinação de uma amostra de bicarbonato de sódio de massa 0,49 g, que contém impurezas, produz um resíduo de massa 0,32 g. Se as impurezas da amostra não são volatéis à temperatura de calcinação, pede-se:

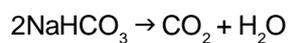
- os valores que tornam a equação balanceada;
- por meio de cálculos, o percentual de bicarbonato na amostra original.

Cálculos e respostas:

a) 2:1:1:1

b) Cálculo da perda de massa devido ao CO_2 e a H_2O produzidos pela calcinação.

$$0,49 \text{ g} - 0,32 \text{ g} = 0,17 \text{ g}$$



$$2(84,00 \text{ g}) \quad 44,00 \text{ g} + 18,00 \text{ g}$$

$$X \quad 0,17 \text{ g}$$

$$X = 0,46 \text{ g de bicarbonato}$$

100 % da amostra	0,49 g
------------------	--------

y	0,46 g
---	--------

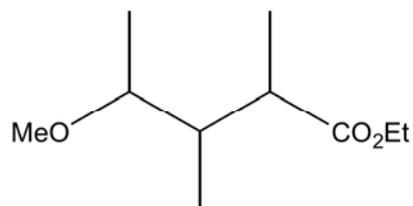
$$y = 94,00 \%$$

3ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

Tendo em vista a figura abaixo, que representa a fórmula estrutural de um composto orgânico:

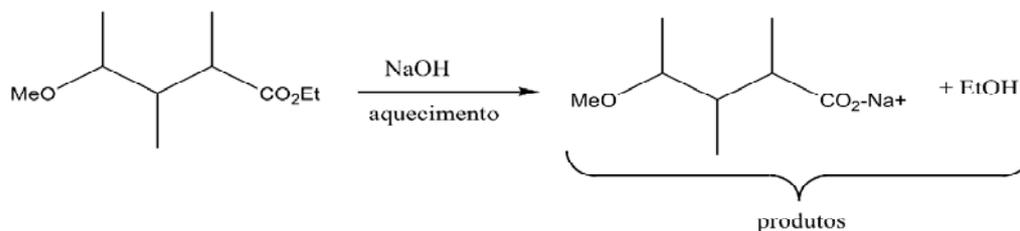


- mencione as funções orgânicas encontradas na estrutura da substância;
- mencione quantos centros quirais (carbonos assimétricos) existem na estrutura da molécula;
- desenhe as fórmulas estruturais dos produtos orgânicos formados na reação entre a substância apresentada com excesso de NaOH, sob aquecimento.

Cálculos e respostas:

- Éter, éster
- Três centros quirais

c)

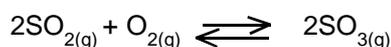


5ª QUESTÃO: (2,0 pontos)

Avaliador

Revisor

Considere a reação exotérmica de formação do trióxido de enxofre, a partir do dióxido:



A 900 K, $K_p = 40,5 \text{ atm}^{-1}$ e $\Delta H = -198 \text{ kJ}$.

- escreva a expressão de equilíbrio para essa reação;
- será o valor da constante de equilíbrio para essa reação, em temperatura ambiente ($\approx 300 \text{ K}$), maior, menor ou igual ao valor da constante de equilíbrio a 900 K? Justifique sua resposta;
- se, enquanto a temperatura é mantida constante, uma quantidade a mais de O_2 , é adicionada ao recipiente que contém os três gases em estado de equilíbrio, irá o número de mols de SO_2 aumentar, diminuir ou permanecer o mesmo?
- qual o efeito causado ao sistema, quando se adiciona 1,0 mol de $\text{He}_{(g)}$ ao recipiente que contém os três gases em equilíbrio à temperatura constante?

Respostas:

- $K_p = p^2\text{SO}_3 / (p^2\text{SO}_2 \cdot p\text{O}_2)$
- O valor da constante de equilíbrio a 300 K será maior do que a 900 K. Essa é uma reação exotérmica. Se diminuirmos a temperatura de 900 K para 300 K, a posição de equilíbrio será deslocada para a direita, liberando calor, para minimizar o stress causado pelo abaixamento da temperatura. Se mais SO_3 é produzido pelo consumo de SO_2 e O_2 , a constante de equilíbrio, aumenta.
- O número de mols de SO_2 irá diminuir. O sistema será deslocado no sentido de consumir o O_2 adicionado. Assim, o equilíbrio é deslocado para direita. O SO_2 será consumido e mais SO_3 será formado.
- A adição de $\text{He}_{(g)}$ não causa nenhum efeito sobre o sistema em equilíbrio.